Concours commun Mines-Ponts, France

Session 2026, filière PSI

Chimie

Durée : 1 heure 30 minutes

Ce que traite le sujet

- Traitement des eaux par le procédé électro-Fenton
- Traitement des eaux par des procédés biologiques

Sujet reproduit sans retouche à partir de la page suivante.

Résumé des parties, chapitres de cours liés et autres années :
prepahelp.com/annales/mines/psi/2026/chimie

Prepa Help ne revendique aucun droit sur le sujet, propriété de l'organisateur du concours.

A2026 – CHIMIE PSI

ÉCOLE NATIONALE DES PONTS et CHAUSSÉES,
ISAE-SUPAERO, ENSTA,
TÉLÉCOM PARIS, MINES PARIS - PSL,
MINES SAINT-ÉTIENNE, MINES NANCY,
IMT ATLANTIQUE, ENSAE PARIS,
CHIMIE PARISTECH - PSL.

Concours Mines-Télécom,
Concours Centrale-Supélec (Cycle International).

CONCOURS 2026

ÉPREUVE DE CHIMIE

Durée de l'épreuve : 1 heure 30 minutes

L'usage de la calculatrice ou de tout dispositif électronique est interdit.

Les candidats sont priés de mentionner de façon apparente sur la première page de la copie :

CHIMIE - PSI

L'énoncé de cette épreuve comporte 6 pages de texte.

Si, au cours de l'épreuve, un candidat repère ce qui lui semble être une erreur d'énoncé, il le signale sur sa copie et poursuit sa composition en expliquant les raisons des initiatives qu'il est amené à prendre.

.

Les sujets sont la propriété du GIP CCMP. Ils sont publiés sous les termes de la licence Creative Commons Attribution - Pas d'Utilisation Commerciale - Pas de Modification 3.0 France.

Tout autre usage est soumis à une autorisation préalable du Concours commun Mines-Ponts.

La chimie et le traitement des eaux

Les données utiles à la résolution du problème et les approximations de calcul sont fournies à la fin de l'énoncé (page 6).

Ce sujet propose d'aborder certaines approches utilisées pour la dépollution des eaux usées et comporte deux parties indépendantes.

Traitement des eaux par le procédé électro-Fenton

Aujourd'hui, les ressources en eau douce sont atteintes par la pollution avec la présence de pesticides, de sous-produits industriels, de produits pharmaceutiques, etc…. Une approche pour la décontamination des eaux polluées consiste à utiliser des procédés d'oxydation de ces polluants. Parmi ces procédés, le mélange $Fe^{2+}_{(aq)}$ et $H_2O_{2\,(aq)}$, appelé réactif de Fenton,[1] permet de générer des radicaux hydroxyle $HO^{\bullet}$, une espèce fortement oxydante. En milieu aqueux, ces radicaux hydroxyle oxydent les polluants organiques jusqu'à minéralisation totale. Dans le procédé électro-Fenton, les deux réactifs de la réaction de Fenton, $Fe^{2+}_{(aq)}$ et $H_2O_{2\,(aq)}$, sont produits *in situ* par électrochimie (Figure 1 et Figure 2). Pour cela, il faut avoir saturé la solution à traiter par le dioxygène de l'air, et y introduire une quantité catalytique d'ions $Fe^{2+}_{(aq)}$ ou $Fe^{3+}_{(aq)}$.

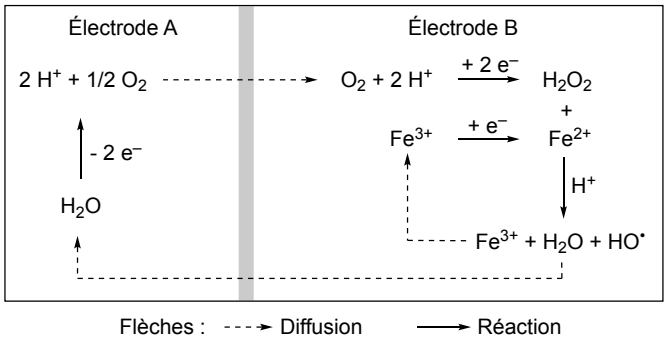


***Figure 1**. Schéma de production électrochimique des radicaux hydroxyle.*[2]

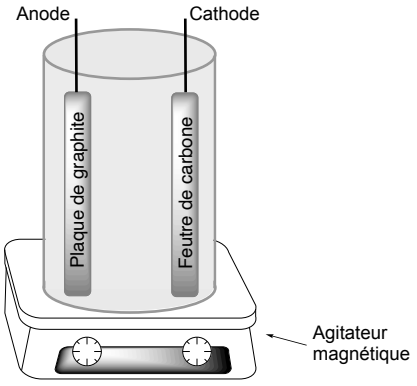


***Figure 2**. Dispositif « électro-Fenton » à compléter.*

[1] H. J. F. Fenton, *J. Chem. Soc.* **1894**, *65*, 8234.
[2] M. A. Oturan, N. Oturan, J.-J. Aaron, *L'Actualité Chimique* **2004**, *277-278*, 57.

Q1- Le dichlore Cl_2 peut aussi être utilisé pour traiter des eaux polluées. Qui du dichlore ou des radicaux hydroxyle est le plus oxydant ? Justifier.

Q2- Identifier l'anode et la cathode parmi les électrodes A et B (Figure 1). Justifier.

Q3- Recopier et compléter le dispositif électro-Fenton (Figure 2) en ajoutant un générateur et un ampèremètre, destiné à mesurer l'intensité délivrée par le générateur. Indiquer les polarités du générateur et préciser le sens de déplacement des électrons.

Afin de déterminer la différence de potentiel à appliquer entre les deux électrodes, un montage est réalisé permettant de tracer la courbe intensité-potentiel d'une solution aqueuse contenant du dioxygène dissous ainsi que des ions $Fe^{2+}_{(aq)}$ sur support carbone/graphite (Figure 3). Dans les conditions de l'expérience le système O_2/H_2O_2 est lent (surpotentiel cathodique de –0,5 V environ) de même que le système O_2/H_2O (surpotentiel anodique de +0,5 V environ). En revanche, le système Fe^{3+}/Fe^{2+} sur support carbone peut être considéré comme un système rapide.

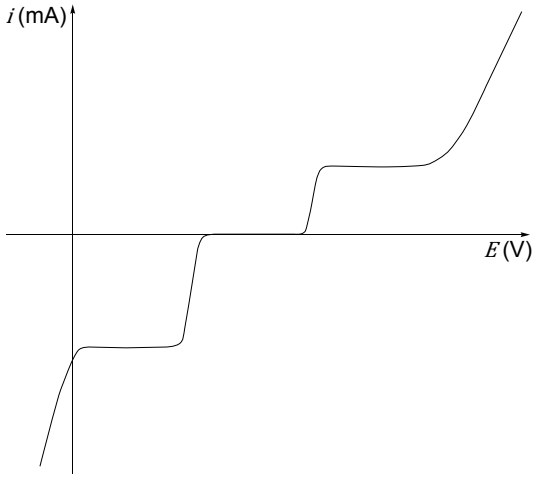


***Figure 3**. Courbe intensité-potentiel.*

Q4- Schématiser le montage permettant de tracer la courbe intensité-potentiel (Figure 3). Préciser le nom de chaque électrode (la composition exacte de chaque électrode n'est pas attendue).

Q5- Reproduire la courbe intensité-potentiel (Figure 3) en indiquant, sur les portions de courbe correspondantes, l'équation de la réaction électrochimique qui a lieu.

Q6- Donner une estimation de la tension minimale à appliquer entre les deux électrodes (Figure 2) pour former $H_2O_{2\,(aq)}$ à la cathode et $O_{2\,(g)}$ à l'anode. Justifier.

Dans le but de visualiser le processus de dégradation des micropolluants organiques en laboratoire, nous allons nous intéresser à la dégradation d'un colorant organique, le bleu de méthylène noté BM, par les radicaux hydroxyle, selon l'équation :

$$BM_{(aq)} + HO^{\bullet}_{(aq)} \longrightarrow \text{Produits de dégradation incolores}$$

Le protocole opératoire de la dégradation du bleu de méthylène est le suivant :

Dans un bécher sont introduits 170 mL d'une solution aqueuse de bleu de méthylène de concentration 0,050 mmol·L^{-1} dont le pH a été ajusté à une valeur de 2 avec quelques gouttes d'acide sulfurique, 10 mL de solution aqueuse de sel de Mohr de concentration 4,5·10^{-3} mol·L^{-1} en ions $Fe^{2+}_{(aq)}$ dont le pH a été

ajusté à une valeur de 2 avec quelques gouttes d'acide sulfurique et 2,9 g de sulfate de sodium décahydraté $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$.

La plaque de graphite et le feutre de carbone sont introduits dans le bécher et reliés correctement au générateur. Le générateur est mis en service et réglé de telle façon que l'intensité i soit de 60 mA. À l'aide d'une pipette pasteur, un petit volume de solution est prélevé régulièrement enfin d'en mesurer l'absorbance (le spectrophotomètre a été réglé au préalable). L'expérience est arrêtée au bout de 10 minutes.

Le sel de Mohr utilisé dans le protocole est un solide ionique hydraté de formule $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2 \cdot 6H_2O_{(s)}$ contenant des ions Fe^{2+} mais aussi des ions sulfate SO_4^{2-} et ammonium NH_4^+. Il se dissocie totalement dans l'eau.

Q7- Déterminer le nombre d'électrons de valence du soufre S, de l'oxygène O et de l'azote N.

Q8- Écrire le schéma de Lewis des ions sulfate, ammonium et de la molécule de peroxyde d'hydrogène H_2O_2.

Le diagramme potentiel-*p*H (*E*-*p*H) du fer en solution aqueuse a été déterminé en se limitant aux espèces $Fe^{3+}_{(aq)}$, $Fe^{2+}_{(aq)}$, $Fe(OH)_{2\,(s)}$, $Fe(OH)_{3\,(s)}$ et $Fe_{(s)}$ (Figure 4).

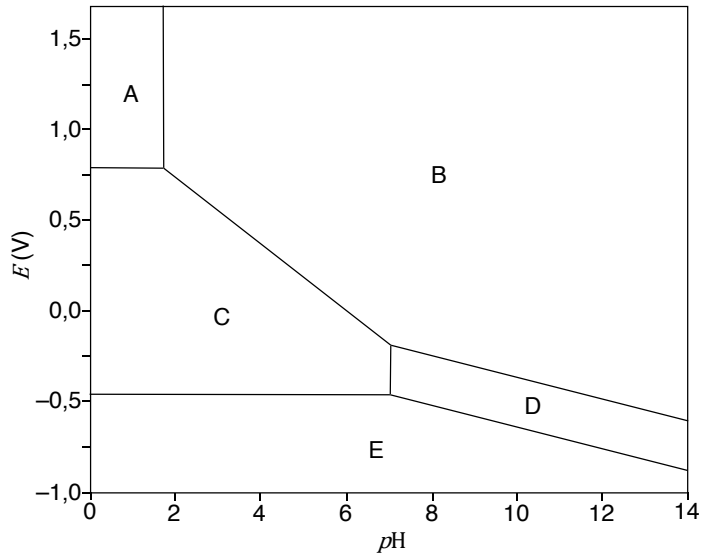


Figure 4*. Diagramme potentiel-pH du fer en solution aqueuse.*

Q9- Associer à chaque domaine **A**, **B**, **C**, **D** et **E** du diagramme potentiel-*p*H du fer (Figure 4), l'espèce chimique correspondante. Justifier en calculant notamment le nombre d'oxydation de l'élément fer dans chaque espèce chimique.

Q10- À l'aide du protocole opératoire de la dégradation du bleu de méthylène (page 2), calculer la concentration initiale C_0 en ions $Fe^{2+}_{(aq)}$ présents dans la solution contenue dans le bécher.

Q11- Calculer le pH de début de précipitation des ions fer(III) d'une solution de concentration $C_0' = 1{,}0 \cdot 10^{-4}$ mol·L^{-1} en ion fer(III). Cela est-il cohérent avec les conditions de pH dans lesquelles est réalisée l'expérience ?

Les résultats de l'expérience de dégradation du bleu de méthylène (page 2) sont récapitulés dans le tableau ci-après (Tableau 1). Dans les conditions de l'expérience, la vitesse de la réaction de dégradation

du bleu de méthylène, qui ne dépend que de la concentration en bleu de méthylène, peut être modélisée par une loi de vitesse d'ordre 1 en bleu de méthylène et de constante de vitesse k.

Tableau 1. *Absorbance en fonction du temps de la dégradation du bleu de méthylène.*

t (s)	0	90	120	180	240	300	360	480	600
A	1,873	1,455	1,348	1,151	0,993	0,863	0,745	0,598	0,495

Q12- À quelle longueur d'onde est-il conseillé de régler le spectrophotomètre (on considèrera que le bleu de méthylène BM est la seule espèce colorée du milieu) ? Justifier.

Q13- À partir du tableau (Tableau 1), estimer le temps de demi-réaction du processus.

Q14- Énoncer la loi de Beer-Lambert dont on explicitera les termes et les unités.

Q15- Établir la relation entre l'absorbance A de la solution à un instant t, l'absorbance initiale A_0 de la solution, le temps t et la constante de vitesse k.

Pour vérifier l'ordre 1 de la réaction et déterminer la constante de vitesse k, la courbe $\ln(A) = f(t)$ a été tracée (Figure 5).

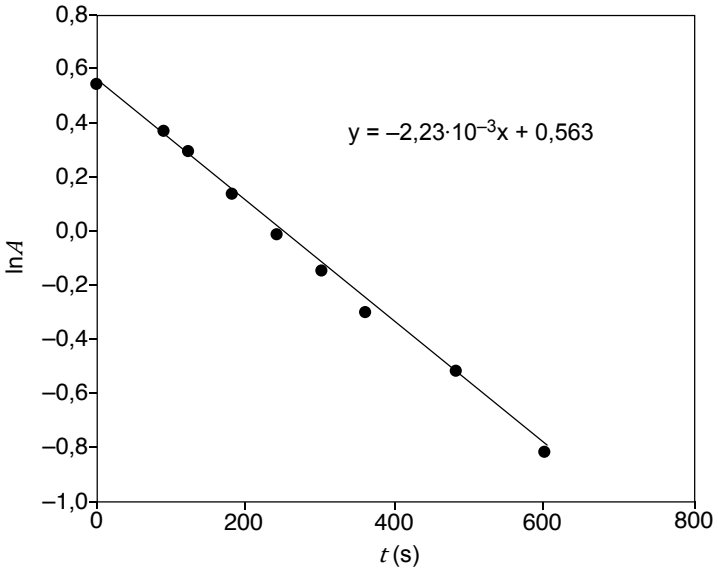


Figure 5. *Modélisation par une fonction affine de la courbe ln(A) = f(t).*

Q16- L'allure de la courbe $\ln(A) = f(t)$ (Figure 5) justifie-t-elle l'ordre 1 de la réaction ? Déterminer la valeur de la constante de vitesse k de la réaction.

Q17- Déterminer la durée nécessaire pour éliminer 99 % du bleu de méthylène.

La plaque de graphite du dispositif « électro-Fenton » (Figure 2) pourrait être remplacée par du platine. Le platine cristallise selon une structure cubique à faces centrées.

Q18- Représenter la maille conventionnelle de cette structure. Préciser la coordinence d'un atome et le nombre d'atomes par maille.

Q19- Calculer le paramètre de maille a de cette structure.

Q20- Calculer sa masse volumique.

Traitement des eaux par des procédés biologiques

Une autre approche de dépollution des eaux usées est l'utilisation de bactéries hétérotrophes pour dégrader les polluants. Une bactérie hétérotrophe est une bactérie qui ne peut pas produire sa propre nourriture et qui doit consommer des composés organiques (modélisés dans cette partie par l'éthanol) pour se nourrir et survivre. En milieu aérobie, ces bactéries utilisent le dioxygène présent dans l'eau comme oxydant des composés organiques. Si le milieu est dépourvu de dioxygène ce sont les ions nitrate qui sont utilisés comme oxydant, ce qui permet l'élimination de ces ions dans l'eau traitée.

Traitement des eaux en milieu aérobie

Q21- Écrire l'équation de la réaction entre l'éthanol $C_2H_6O_{(aq)}$ et le dioxygène $O_{2\,(aq)}$ qui conduit à la formation d'eau liquide et de dioxyde de carbone gazeux (on choisira un nombre stœchiométrique égal à 1 pour $C_2H_6O_{(aq)}$).

Q22- Calculer l'enthalpie libre standard $\Delta_r G°$ de la réaction à 298 K en utilisant les grandeurs thermodynamiques fournies. En déduire la valeur de la constante d'équilibre $K_1°$ de cette réaction à 298 K (la valeur de $K_1°$ sera donnée sous la forme d'une puissance de dix). Conclure.

Traitement des eaux en milieu anaérobie (dépourvu d'oxygène)

Q23- Déterminer le nombre d'oxydation de l'azote dans l'ion nitrate NO_3^-.

Q24- Écrire la demi-équation électronique du couple $NO_{3\,(aq)}^-/N_{2\,(g)}$. En déduire l'expression de son potentiel de Nernst noté E_1 en fonction des concentrations et des pressions partielles.

Q25- Écrire la demi-équation électronique du couple $CO_{2\,(g)}/C_2H_6O_{(aq)}$. En déduire l'expression de son potentiel de Nernst noté E_2.

Q26- Écrire l'équation de la réaction entre l'éthanol et les ions nitrate. En utilisant les grandeurs fournies, calculer la constante d'équilibre $K_2°$ de cette réaction. Conclure.

Fin de l'épreuve

Annexes

***Annexe 1**. Constantes usuelles et approximations de calculs.*

Constante d'Avogadro : $\mathcal{N}_A \approx 6{\cdot}10^{23}$ mol^{-1}.

Constante des gaz parfaits $R \approx 8$ J·K^{-1}·mol^{-1}.

On considèrera : $\sqrt{2} \approx 10/7 \approx 1{,}4$; $\frac{RT}{\mathcal{F}} \times \ln x \approx 0{,}06 \times \log x$ en V à 298 K ; ln (10) ≈ 2,3.

***Annexe 2**. Données atomiques.*

Rayon d'un atome de platine : R(Pt) ≈ 140 pm ; Masse molaire du platine : M(Pt) ≈ 200 g·mol^{-1} (valeurs arrondies pour les calculs).

Dans la classification périodique, l'azote est situé dans la 2ème ligne et dans la 15ème colonne, l'oxygène est situé dans la 2ème ligne et la 16ème colonne et le soufre est juste en dessous de l'oxygène.

***Annexe 3.** Potentiels standard d'oxydoréduction à 25 °C.*

$E°(HO^{\bullet}/H_2O)$ = 2,80 V ; $E°(Cl_2/Cl^-)$ = 1,36 V ; $E°(O_2/H_2O_2)$ = 0,69 V ; en milieu acide sulfurique $E°(Fe^{3+}/Fe^{2+})$ = 0,68 V ; $E°(O_2/H_2O)$ = 1,23 V ; $E°(H^+/H_2)$ = 0,00 V ; $E°(CO_2/C_2H_6O)$ = –0,33 V ; $E°(NO_3^-/N_2)$ = 1,25 V.

***Annexe 4**. Produits de solubilité et autres à 25 °C.*

$Fe(OH)_3$: pK_S = 38 ;

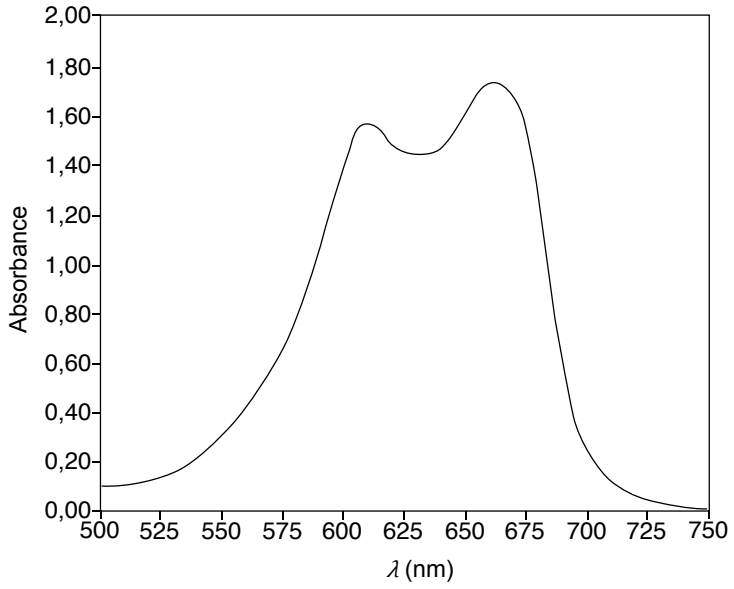
$Fe(OH)_2$: pK_S = 15 ;

pK_e = 14.

***Annexe 5**. Données thermodynamiques arrondies à 298 K (considérées indépendantes de la température).*

Espèce	$C_2H_6O_{(aq)}$	$H_2O_{(\ell)}$	$O_{2\,(aq)}$	$CO_{2\,(g)}$
$\Delta_f H°$ (kJ·mol^{-1})	–300	–300	–10	–400
$S_m°$ (J·mol^{-1}·K^{-1})	150	50	100	200

***Annexe 6**. Spectre d'absorption du bleu de méthylène.*



Travailler les chapitres de ce sujet

Prepa Help suit le programme de PSI chapitre par chapitre : cours détaillé, méthodes, pièges, exercices et problèmes corrigés pas à pas, tirés des concours. L'essai gratuit donne accès aux chapitres offerts de ta filière, sans carte bancaire.

Chapitres liés à ce sujet

- Oxydoréduction et piles électrochimiques
- Diagrammes potentiel-pH
- Réactions de dissolution et de précipitation
- Second principe : enthalpie libre, potentiel chimique et équilibre chimique
- Thermodynamique de l'oxydoréduction : enthalpie libre, potentiels et pile

Ouvrir l'essai gratuit

Scanne le code ou clique sur le bouton.

prepahelp.com/#essai

Une question sur le concours ou sur ta filière : **écrire sur WhatsApp**

Les autres années et épreuves : prepahelp.com/annales/mines/psi